21 - 10 - 2008

Chapitre IV

La classification periodique des élements

• Les éléments chimiques sont classés dans un tableau periodique (tableau du Mandeliev (1869)) constitué de lignes et de colonnes. Ils sont rangés de gauche à droite dans le tableau par ordre croissant de leur numero atomique Z.

Tableau de la classification périodique des éléments

…INE → 1 2 3 4 5 6 7 8 9 10 11 12 13 14 15 1…

…PE → IA IIA IIIB IVB VB VIB VIIB VIII IB IIB IIIA IVA VA VI…

…RIODE ↓

Numéro atomique → 6 ; C ← Symbole ; Carbone ← Nom ; Masse atomique de l'élément naturel → 12,01

S D Z ↗ → période ↑ (groupe) ↓

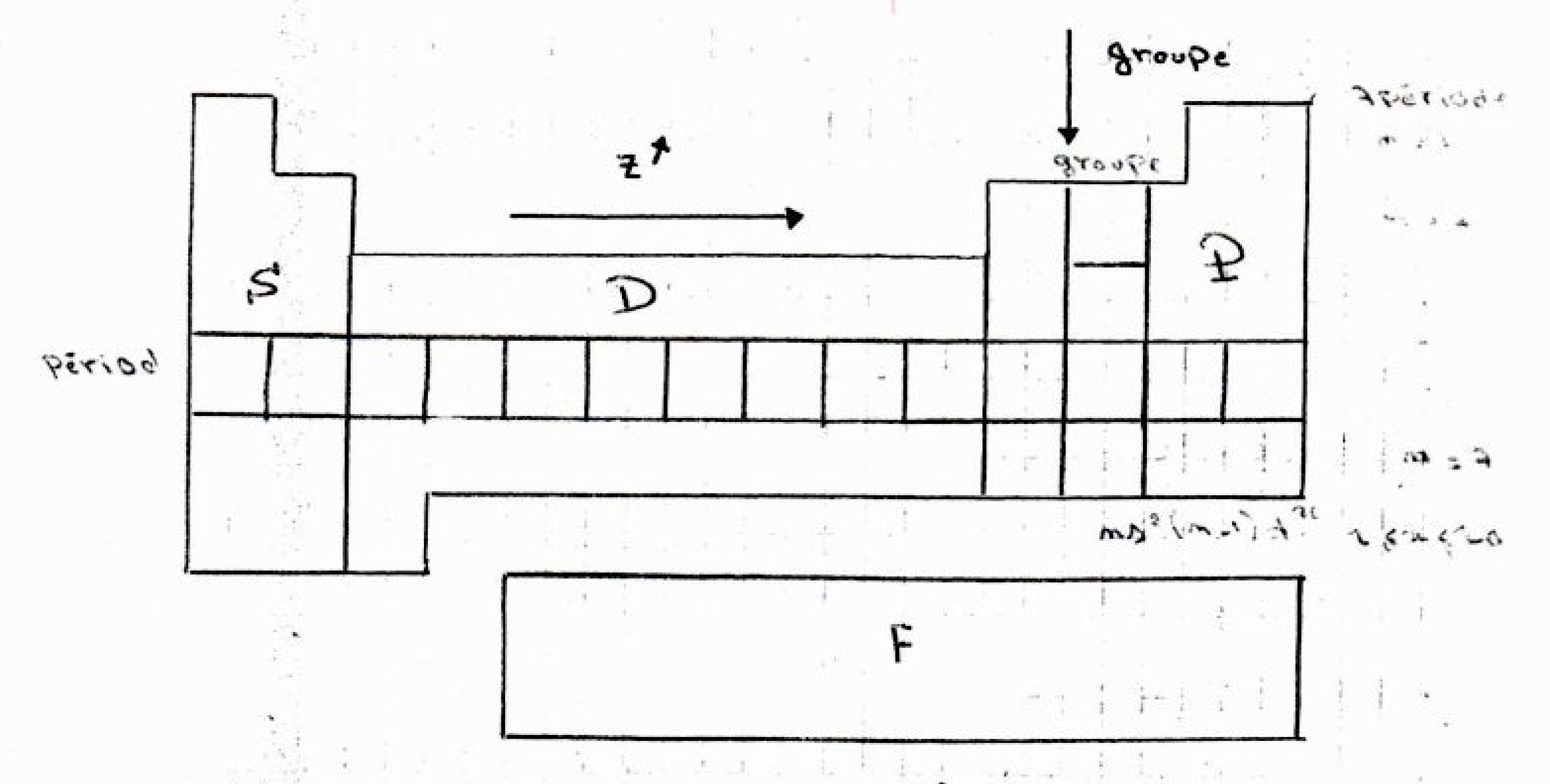
Période	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	1…
1	1 H Hydrogène 1,008															
2	3 Li Lithium 6,94	4 Be Béryllium 9,01											5 B Bore 10,81	6 C Carbone 12,01	7 N Azote 14,01	8 C Oxyg… 16,…
3	11 Na Sodium 22,99	12 Mg Magnésium 24,31											13 Al Aluminium 26,98	14 Si Silicium 28,09	15 P Phosphore 30,97	16 S Sou… 32,…
4	19 K Potassium 39,10	20 Ca Calcium 40,08	21 Sc Scandium 44,96	22 Ti Titane 47,88	23 V Vanadium 50,94	24 Cr Chrome 52,00	25 Mn Manganèse 54,94	26 Fe Fer 55,85	27 Co Cobalt 58,93	28 Ni Nickel 58,69	29 Cu Cuivre 63,55	30 Zn Zinc 65,39	31 Ga Gallium 69,72	32 Ge Germanium 72,59	33 As Arsenic 74,92	34 S… Sélén… 78,5…
5	37 Rb Rubidium 85,47	38 Sr Strontium 87,62	39 Y Yttrium 88,91	40 Zr Zirconium 91,22	41 Nb Niobium 92,21	42 Mo Molybdène 95,94	43 Tc Technétium 98,91	44 Ru Ruthénium 101,1	45 Rh Rhodium 102,9	46 Pd Palladium 106,4	47 Ag Argent 107,9	48 Cd Cadmium 112,4	49 In Indium 114,8	50 Sn Étain 118,7	51 Sb Antimoine 121,8	52 Te Tell… 127…
6	55 Cs Césium 132,9	56 Ba Baryum 137,3	57 La Lanthane 138,9	72 Hf Hafnium 178,5	73 Ta Tantale 180,9	74 W Tungstène 183,9	75 Re Rhénium 186,2	76 Os Osmium 190,2	77 Ir Iridium 192,2	78 Pt Platine 195,1	79 Au Or 197,0	80 Hg Mercure 200,6	81 Tl Thallium 204,4	82 Pb Plomb 207,2	83 Bi Bismuth 209,0	84 Po Polon… 210…
7	87 Fr Francium 223,0	88 Ra Radium 226,0	89 Ac Actinium 227,0													

58 Ce Cérium 140,1	59 Pr Praséodyme 140,9	60 Nd Néodyme 144,2	61 Pm Prométhium 144,9	62 Sm Samarium 150,4	63 Eu Europium 152,0	64 Gd Gadolinium 157,3	65 Tb Terbium 158,9	66 Dy Dysprosium 162,50	67 Ho Holmium 164,9	68 Er Erbium 167,3	69 Tm Thuli… 168,…
90 Th Thorium 232,0	91 Pa Protactinium 231,0	92 U Uranium 238,0	93 Np Neptunium 237,0	94 Pu Plutonium 239,1	95 Am Américium 243,1	96 Cm Curium 247,1	97 Bk Berkélium 247,1	98 Cf Californium 252,1	99 Es Einstenium 252,1	100 Fm Fermium 257,1	101 Md Mendélé… 256,…

…pe …odes

$ns^2 (n-1)d^x$ $1 \le x \le 10$

Métaux Gaz rares Non-métaux



• Le tableau périodique contient 110 élément dont 90 sont naturels et 20 sont artificiels. Il est séparé en 4 blocs, S ; P, D et F.

• Les éléments chimique ne sont pas entièrement différents les uns des autres. Il existe des analogies entre les propriétés de certains entre eux.

• Les propriétés physiques et chimiques d'un élément découlent de la structure électronique de la couche externe de cet élément.

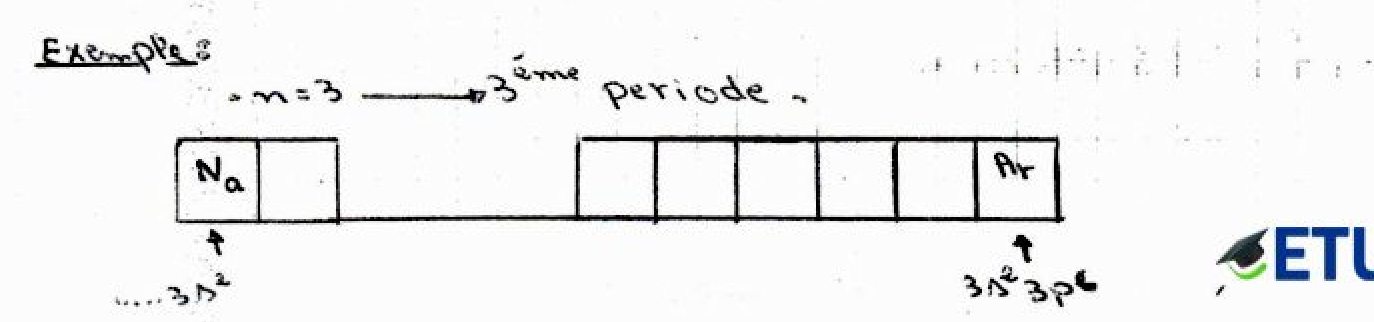
• Une ligne du tableau périodique des éléments est appelée une période. Tandis qu'une colonne s'appelle un groupe.

1°/ Les périodes :

• Le T.P comporte sept periode, Elles correspond à une valeur fixe du nombre quantique n.

Exemple :

• $n=3 \longrightarrow 3^{ème}$ periode.



• La 1ère période contient deux éléments, la seconde période en contient huit, tout comme la 3ème, cependant la 4ème et la cinquième en contiennent dix-huit et enfin la 6ème et la 7ème en contient 32.

• Les éléments de la m̂ période ont des propriétés différentes, mais des energies voisines.

* **1ère période. n=1 :**

Elle ne comporte que 2 éléments $_1H$ et $_2He$ elle correspond au remplissage de l'orbitale 1s (couche K).

* **2ème période n=2 :**

• Elle contient 8 éléments. elle correspond au remplissage progressive des orbitales 2s2p (couche L).

-Li- -Be- -B- -C- -N- -O-

$2s^1$, $2s^2$, $2s^22p^1$, $2s^22p^2$, $2s^22p^3$, $2s^22p^4$.

-F- -Ne-

$2s^22p^5$, $2s^22p^6$.

* **3ème période n=3 :**

• remplissage identique que la 2ème période mais des orbitales 3s3p (couche M). Cette période renforme les éléments de Na à Ar.

* **4ème période n=4 :**

• Pour K et Ca on remplit 4s.

• de Sc au Zn on remplit 3d.

• de Ga au Kr on remplit 4p.

* **5ème période n=5 :**

• Pour Rb et Sr on remplit 5s.

• de Y au Cd on remplit 4d.

• de In au Xe on remplit 5p.

6ème et 7ème période :

• En plus des orbitales s, p, d on procède au remplissage de la sous couche 4f dans la 6ème période et 5f dans la 7ème période.

Remarque :

* Les éléments dont la sous-couche d est en cours de remplissage (... (n-1) d^x avec $0 < x \leq 10$) constituent les éléments de transition (bloc d).

* Les éléments de la 6ème période dont la sous-couche 4f est en cours de remplissage sont les lanthanides et ceux de la 7ème période dont la sous-couche 5f est en cours de remplissage sont les actinides. Les actinides et les lanthanides forment le bloc F.

+ Tous les éléments d'une même période n sont même configuration de cœurs.

• Al : Z = 13. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$ ⟹ [Ne] $3s^2 3p^1$.
[Ne] config du Ne

• P : Z = 15. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$ ⟹ [Ne] $3s^2 3p^3$.
[Ne]

2°/ Les groupes (ou famille) :

• Chaque colonne de T.P contient un groupe d'éléments qui possèdent des couches de valence identiques donc même configuration électronique externe.

exemple :

• Groupe I_A : H ; Li ; Na ; K.

• $_1H$: $1s^1$.

• $_3Li$: $1s^2 2s^1$.

• $_{11}Na$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$.

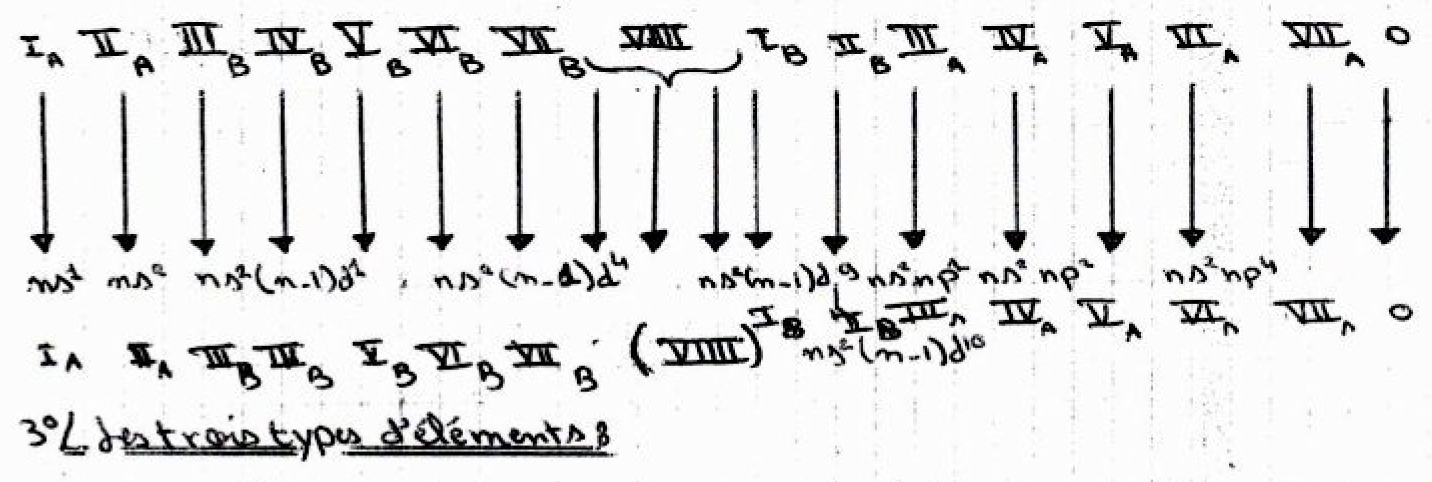
• $_{19}K$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$.

• On a alors donné un nom aux colonnes les plus importantes

ETUSUP .com

- Colonne I_A : groupe des alcalins (ns^1) (sauf H).
- Colonne II_A : " des alcalino-terreux (ns^2).
- Colonne III_B à II_B : " des métaux de transition (nd^1 à nd^{10}).
- Colonne III_A : " du Bore ($ns^2 np^1$),
- Colonne IV_A : " du carbone ($ns^2 np^2$).
- " V_A : " de l'azote ($ns^2 np^3$).
- " VI_A : " des chalcogènes ($ns^2 np^4$).
- " VII_A : " des halogènes ($ns^2 np^5$).
- " 0 : " des gaz rares ($ns^2 np^6$).

- Les éléments d'un même groupe ont des propriétés chimiques voisines.



3°/ Les trois types d'éléments :

Les éléments chimiques connus jusqu'ici peuvent être placés dans 3 groupes catégories bien distinctes les métaux, les non métaux et les semi-métaux.

a) Les métaux :

- un métal peut être caractérisé par :
- sa conduction de l'éléctricité et la chaleur.
- Son état solide à température ambiante (en grande majorité)
- Il présente l'éclat métallique.
- Dans la classification périodique, les métaux sont placés majoritairement à gauche, plus on se déplace vers la droite moins les éléments sont métallique. La majorité des métaux

sont solide à temperature ambiante, il existe quelques un qui ne verifient pas cela.

- le mircure (liquide)
- le gallium (solide, mais possède 1t° de fusion très basse = 30°C)
- le césium (.. .. .. = 29°C)

b- Les non métaux:

- Les non métaux sont placés à droite dans le tableau périodique des éléments leur état peut être:

- solide (ex: carbone)
- Liquide (ex: azote)
- gaz (ex: Bore)

pour la grand majorité, ils ne conduisent ni l'électricité ni la chaleur.

c)- Les semi-métaux:

- Les semi-métaux sont tantôt des métaux, tantôt des non-métaux, comme par exemple le silicum.

4°/ Les propriétés des éléments:

a) Les ions:

- Se sont des atomes qui ont perdu ou gagné des électrons:
- un atome ayant perdu des e^- donne un ion positif ou cation et atome ayant gagné des e^- donne un ion négatif ou anion.

.Exemples:

- $Na\ (Z=11)\ 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$; $Na^+\ (10e^-)\ 1s^2 2s^2 2p^6$.

$Na \longrightarrow Na^+ + 1e^-$.

- $F\ (Z=9)\ 1s^2 2s^2 2p^5$; $F^-\ (10e^-)\ 1s^2 2s^2 2p^6$.

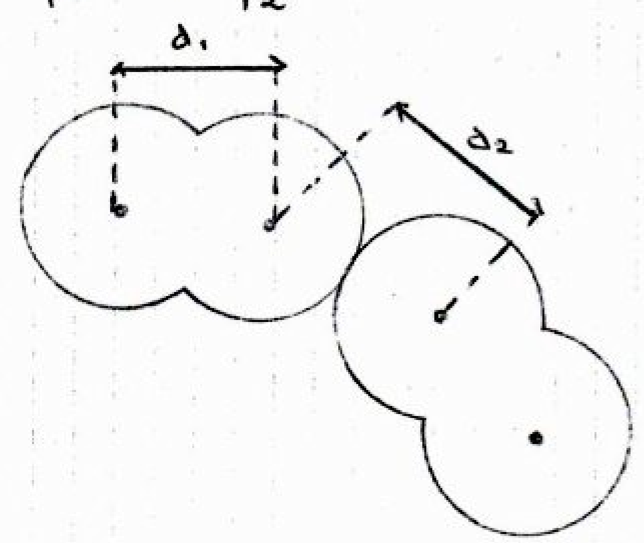
$F + 1e^- \longrightarrow F^-$

b) Le rayon atomique:

- un rayon atomique ne peut être défini que si l'atome est angagé dans une liaison chimique. le rayon atomique dépend dans la nature de la liaison. un même atome peut savoir donc plusieurs rayon.

- Rayon de Van der waals :

. Il correspond à la moitié de la distance minimale à laquelle peuvent s'approcher 2 atomes de cet élément quand ils ne se lient pas : $d_2/2$.



- Rayon covalent ou de covalence :

. C'est la moitié de la distance entre les noyaux de 2 atomes $d_1/2$ de cet éléments, liés dans la molécule du corps simple correspdant.

. lorsque deux atomes se lient pour former une molécule, la distance entre leurs noyaux devient inferieur à la somme de leur rayons de van der waals c.à.d $d_1 < d_2$.

. le rayon atomique décroît de gauche à droite dans une période (lorsque la charge nucléaire Z; augement) et augmente quand on déscend dans un groupe lorsque les dimensions de l'atome augmente)

$r \nearrow$ $\downarrow$; $r \searrow$ $\rightarrow$ — T.P

c) - L'énergie d'ionisation :

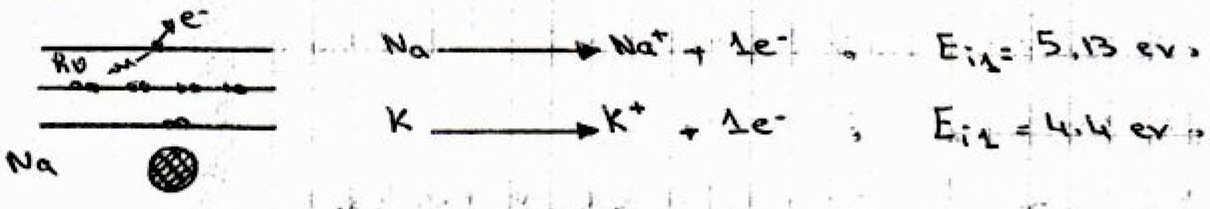
C'est l'energie minimale nécessaire pour arracher une e^- à l'atome à l'état gazeux.

$$M_{atome}(g) \longrightarrow M^+_{ion}(gazeux) + 1e^- (E_i)$$

Il s'agit d'une énergie donnée à l'atome donc $E_i > 0$

On peut avoir les potentiels d'ionisation de première, seconde, troisième ionisation correspondant au départ de 1, 2, 3, e^-

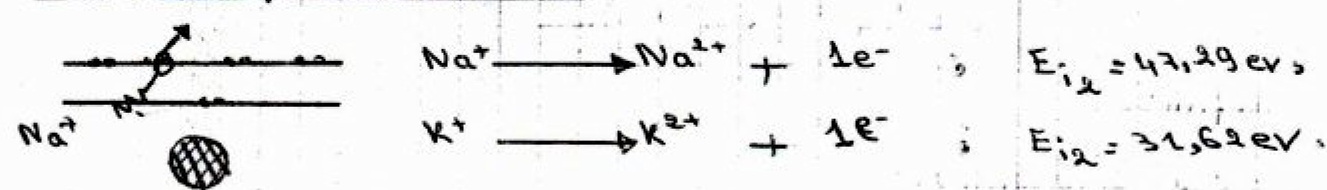
- Energie d'1 premier ionisation :



$Na \longrightarrow Na^+ + 1e^-$, $E_{i_1} = 5,13$ ev.

$K \longrightarrow K^+ + 1e^-$, $E_{i_1} = 4,4$ ev.

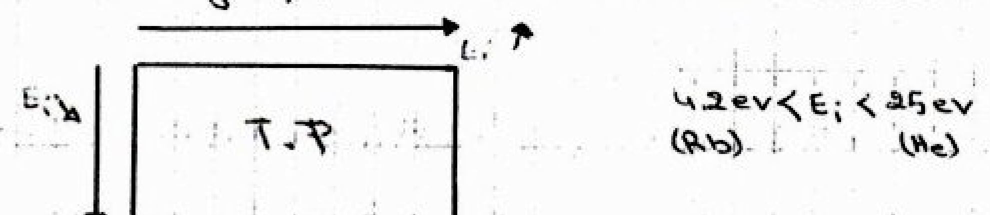
. Energie de 2ème ionisation :



$Na^+ \longrightarrow Na^{2+} + 1e^-$; $E_{i_2} = 47,29$ ev,

$K^+ \longrightarrow K^{2+} + 1e^-$; $E_{i_2} = 31,62$ ev.

. L'énergie d'ionisation varie en sens inverse du rayon atomique c.à.d qu'il augmente de gauche à droite dans une période et décroît lorsqu'on descend un groupe.



$4,2 ev < E_i < 25 ev$
(Rb) (He)

d) - L'affinité électronique :

On appelle affinité électronique ou électroaffinité l'energie mise en jeu pour retourner de l'ion négatif à l'atome neutre. C'est l'énergie de la réaction

$$A^- \quad\quad A + 1e^-$$

L'affinité électronique est positive par convention

.Exemple :

$Cl^- \quad Cl \quad 1e^-$ $\quad A = 3,61$ ev

. les affinités électroniques les plus élevées sont celles des halogènes et les plus faibles sont celles des alcalins.

e) - L'électronégativité :

. L'électronégativité est la tendance d'un élément à attirer les e- dans un doublet de liaison. Elle est notée χ.

$$A\boxed{:}B \longrightarrow \overset{(-)}{A\boxed{:}} + \overset{(+)}{B}$$

{ A : attire les e- ⟹ A est électronégatif.
{ B : donne les e- ⟹ B est électropositif.

L'électronégativité est une grandeur qui n'est pas directement mesurable, Il existe plusieurs définitions pour l'évaluer.

. Echelle de Mulliken :

. D'après Mulliken, l'électronégativité est donnée par :

$$\boxed{\chi = 1/2\,(A + E_i) \times \frac{1}{3.15}}$$

A : affinité.

B : énergie d'ionisation.

Le terme $\frac{1}{3.15}$ permet d'ajuster cette échelle à celle de Paulling.

Cette échelle est peu utilisée parce que l'affinité électronique de tous les éléments n'est pas connues.

. Echelle de Paulling :

. C'est l'échelle la plus utilisée. Paulling a exprimé l'électronégativité à partir des propriétés énergétiques des molécules diatomiques : Sa méthode repose sur la connaissance de leur énergies de liaisons.

Désignons par E_{AB} l'énergie de liaison de la molécule AB, par E_{AA} l'énergie de liaison de la molécule A_2 et par E_{BB} l'énergie de liaison de la molécule B_2 considérons la quantité ΔE donnée par :

$$\boxed{\Delta E = E_{AB} - \sqrt{E_{AA} \cdot E_{BB}}}$$

. Soit χ_A et χ_B les électronégativités de A et B Paulling pense que ΔE est fonction de la variable $\chi_A - \chi_B$ et pose

ETUSUP .com

$$\Delta E = (x_A - x_B)^2$$

D'ou
$$\begin{cases} x_A - x_B = \sqrt{E_{AB} - \sqrt{E_{AA} \cdot E_{BB}}} \quad (E \text{ en ev}) \\ x_A - x_B = 0{,}208 \sqrt{E_{AB} - \sqrt{E_{AA} E_{BB}}} \quad (E \text{ en kcal/mole}) \\ x_A - x_B = 0{,}102 \sqrt{E_{AB} - \sqrt{E_{AA} \cdot E_{BB}}} \end{cases}$$

En appliqante cette formule a un grand nombre de composés en choisissent le fluor (atome le plus électronégativité) comme élément de référence en lui attribuant la valeur 4, Paulling à à établie une echelle des éléctronégativité des atomes.

$$0{,}7 \leq x \leq 4.$$

Exemple:

- $x(F) = 4$; x élevée, donc F est un élément éléctronégativité.
  $F + 1e^- \longrightarrow F^-$, il capte facilement une-.
- $x(K) = 0{,}8$; x faible, donc K est 1 élément électropositif.
  $K \longrightarrow K^+ + 1e^-$; il cede facilement 1e-.

Echelle d'Alred et Rochow:

- Alred et Rochow ont définit x pour la mesure de la force éléctrostatique avec laquelle A ou B attire le doublet de la liaison.

$$x_A = 0{,}359 \frac{Z^*}{r^2} + 0{,}744$$

r est le rayon atomique exprimé en Å

Z^* est la charge nucléaire éffective pour une- de la couche de valence

Conclusion:

Pour la variation de l'éléctronégativité dans le tableau périodiques, elle décrôet lorsqu'on déscend un groupe, Dans 1 période, elle augmente de gauche à droite le fluor et l'élément le plus éléctron-égatif du T.P

T.P

ETUSUP .com

Programmation
Informatique
Travaux Pratiques
Cours
Algébre
Optique
Chimie
Corrigés
Mathématiques
Electricité
Physique
Résumés
Analyse
Diapo
Livres
Exercices
Contrôles Continus
Langues
MTU
Mécanique
Thermodynamique
Multimedia
Divers
Economie
Travaux Dirigés
Droit
Chimie Organique

et encore plus..